

# ETUDE QUANTITATIVE D'UNE REACTION CHIMIQUE

## CORRECTION

### I ETUDE EXPERIMENTALE

#### 1) Expérience



- Long ruban de magnésium:  
 $L = 43,0 \text{ cm}$   
 $m' = 0,50 \text{ g}$



- Ruban de magnésium:  
 $\ell = 8,0 \text{ cm}$   
 $m = ?$



Eprouvette graduée remplie de la solution d'acide chlorhydrique à  $1,0 \text{ mol.L}^{-1}$

Donc:  $m = m' \times \ell / L = 0,50 \times 8,0 / 43,0 = 9,3 \cdot 10^{-2} \text{ g} = 93 \text{ mg}$ .



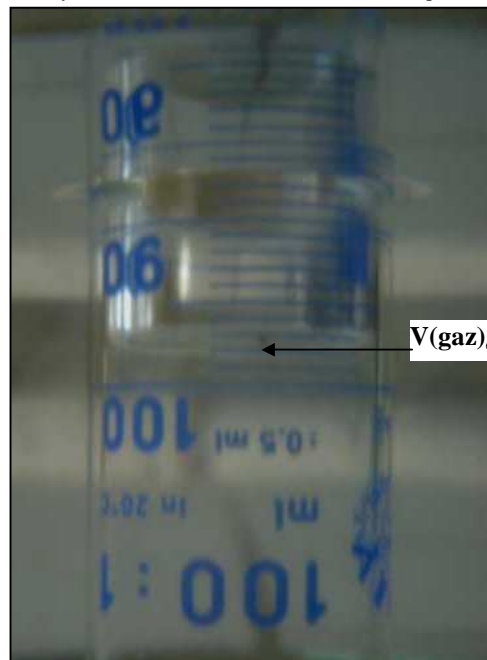
Avant réaction



Début de réaction: effervescence



Formation d'un gaz


 $V(\text{gaz})_{\text{exp}} = 98 \text{ mL}$ 

b) On observe:

- une effervescence traduisant la formation d'un gaz. Le gaz prend la place de la solution d'acide chlorhydrique dans l'éprouvette graduée.
- lorsque la réaction cesse, tous le métal magnésium a réagi: c'est donc le réactif limitant.

## 2) Mise en évidence des produits formés

- Sortir l'éprouvette graduée et placer une allumette enflammée devant l'éprouvette.

a) On observe:

- une petite détonation
- une flamme jaune-orange à la sortie de l'éprouvette graduée

b) Il s'agit donc du gaz dihydrogène  $\text{H}_2(\text{g})$ .

- Placer un morceau de magnésium de 1 cm dans un tube à essai et ajouter 2 mL de la solution d'acide chlorhydrique.
- Lorsque la réaction est terminée ajouter 2 mL d'une solution d'hydroxyde de sodium ( $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{HO}^-(\text{aq})$ ) au tube à essai. Il se forme un précipité blanc d'hydroxyde de magnésium:  $\text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$

photos à venir:

c) voir photo.

d) Le cation métallique associé au métal magnésium mis en évidence est l'ion magnésium  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$ .Equation de la précipitation:  $\text{Mg}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{HO}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2(\text{s})$

**II ETUDE QUANTITATIVE**

2) Quantités initiales en **mol** des réactifs:

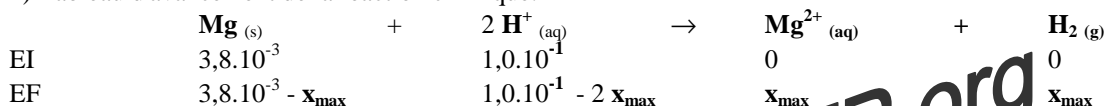
$$n_i(\text{Mg}) = m / M = 93.10^{-3} / 24,3 = 3,8.10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_i(\text{H}^+) = C \times V = 1,0 \times 0,100 = 1,0.10^{-1} \text{ mol}$$

3) Les réactifs sont mélangés dans les proportions stoechiométriques si:  $n_i(\text{Mg}) = n_i(\text{H}^+) / 2$

Or:  $n_i(\text{Mg}) < n_i(\text{H}^+) / 2$  donc le mélange n'est pas stoechiométrique.

4) Tableau d'avancement de la réaction chimique:



5) Réactif limitant de la réaction:

$$\text{Si Mg est limitant alors: } 3,8.10^{-3} - x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\max} = 3,8.10^{-3} \text{ mol}$$

$$\text{Si H}^+ \text{ est limitant alors: } 1,0.10^{-1} - 2x_{\max} = 0 \quad \Leftrightarrow \quad x_{\max} = 5,0.10^{-2} \text{ mol}$$

Le réactif limitant est celui qui a la plus petite valeur de  $x_{\max}$ . Il s'agit de **Mg avec  $x_{\max} = 3,8.10^{-3}$  mol.**

6) Quantités finales des réactifs et des produits:

$$n_f(\text{Mg}) = 0 \text{ mol car limitant}$$

$$n_f(\text{H}^+) = 1,0.10^{-1} - 2 x_{\max} = 1,0.10^{-1} - 7,6.10^{-3} = 9,2.10^{-2} \text{ mol}$$

$$n_f(\text{Mg}^{2+}) = n_f(\text{H}_2) = x_{\max} = 3,8.10^{-3} \text{ mol.}$$

7) Volume de dihydrogène  $V(\text{H}_2)_{\text{th}}$  théoriquement formé ( $V_m = 24 \text{ L.mol}^{-1}$ )

$$V(\text{H}_2)_{\text{th}} = n_f(\text{H}_2) \times V_m = 3,8.10^{-3} \times 24,0 = 91 \text{ mL}$$

$$V(\text{H}_2)_{\text{exp}} = 98 \text{ mL}$$

Ecart relatif de 8 %.

8) Masse de magnésium pour que tous les ions  $\text{H}^+$  soient consommés:

il faut réaliser la condition de stoechiométrie:  $n_i(\text{Mg}) = n_i(\text{H}^+) / 2$

$$\text{donc: } n_i(\text{Mg}) = 1,0.10^{-1} / 2 = 5,0.10^{-2} \text{ mol}$$

$$\text{soit: } m(\text{Mg}) = n_i(\text{Mg}) \times M(\text{Mg}) = 5,0.10^{-2} \times 24,3 = 1,2 \text{ g. Soit environ 13 fois plus de métal magnésium.}$$

Volume de dihydrogène obtenu:  $V(\text{H}_2) = n_f(\text{H}_2) \times V_m = x_{\max} \times V_m$  avec  $x_{\max} = 5,0.10^{-2}$  mol cette fois-ci donc:

$$V(\text{H}_2) = 5,0.10^{-2} \times 24,0 = 1,2 \text{ L.}$$